SEMESTRAL

UNI

academiacesarvallejo.edu.pe

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

SEMESTRAL

UNI

academiacesarvallejo.edu.pe

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

QUÍMICA

Tema: Estequiometría II

Docente: Darío Vera Cuadros

I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clases serán capaces de:

1. **Calcular** el peso atómico de los elementos y el peso fórmula de los compuestos.

2. **Interpretar** el significado de la mol y la masa molar de una sustancia.

3. **Determinar** , mediante cálculos, la composición centesimal, la fórmula empírica y molecular de las sustancias.

4. **Determinar,** la masa o peso equivalente de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas.

5. **Aplicar,** la ley del equivalente químico, para resolver problemas estequiométricos.

II. INTRODUCCIÓN

La química es una actividad del ser humano que implica realizar mediciones (masa, volumen, …) de los materiales, ya que estos serán utilizados para generar fenómenos físicos o químicos.

Balanza analítica

El químico es capaz de **relacionar la masa** de una sustancia con la **cantidad de átomos, moléculas o iones ,** para ello, utiliza los conceptos de **peso atómico, peso fórmula, mol**, etc.

Así como hay equivalencias en el valor proteico en los alimentos, también habrá masas equivalentes entre las sustancias que intervienen en una reacción química.
Por ejemplo para formar agua a partir de H_2 y O_2:

- 1 eq-g (H_2)= 1g
- 1 eq-g (O_2)= 8g

III. CONCEPTOS BÁSICOS

3.1. MASA ATÓMICA PROMEDIO O PESO ATÓMICO (PA)

El peso atómico es el **promedio ponderado** de las masas de los isótopos naturales y estables de un elemento químico.

Ejemplo: Determine el peso atómico del elemento plata.

Isótopos	Masa isotópica (uma)	Abundancia
$^{107}_{47}Ag$	106,9	51,8%
$^{109}_{47}Ag$	108,9	48,2%

Peso atómico (PA) = $\frac{106{,}9(51{,}8)+108{,}9(48{,}2)}{100}$

= **107,86 uma**

Interpretación: en promedio, un átomo de plata tiene una masa de 107,86 uma.

(1 uma= unidad de masa atómica=$\frac{1}{12}m(C-12)$= 1,6605x10^{-24}g)

Peso atómico aproximado de algunos elementos:

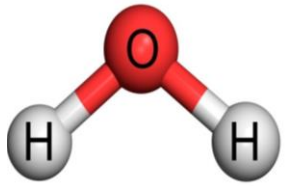
Elemento	PA (uma)	Elemento	PA (uma)
H	1	Na	23
C	12	Cl	35,5
N	14	Ca	40
O	16	Fe	56
S	32	Al	27
P	31	Cr	52
F	19	Pb	207

3.2. PESO FÓRMULA (PF)

Es la **masa promedio de una molécula o de una unidad fórmula**. Se halla sumando los pesos atómicos de los elementos que forman parte de una sustancia molecular o iónica.

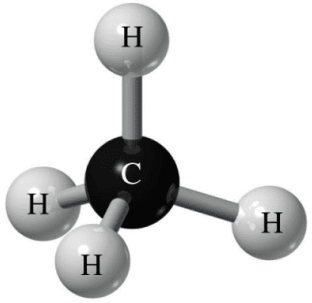
$$\mathbf{PF = \Sigma PA}$$

Ejemplos:



PF $(\mathbf{H_2O})$ = 2PA(H) +PA(O)

= 2(1) + (16)= 18 uma



PF $(\mathbf{CH_4})$ = PA(C) + 4PA(H)

= 12 + 4 (1) = 16 uma

PF $[\mathbf{Ca_3(PO_4)_2}]$ =3PA(Ca) + 2PA(P) + 8PA(O)

= 3(40) + 2(31) + 8(16)= 310 uma

¡NOTA!

Al peso fórmula de una **sustancia molecular** se denomina **PESO MOLECULAR (PM).**

PM $(\mathbf{CO_2})$ = (12) + 2(16)= 44 uma

PM $(\mathbf{H_2SO_4})$ = 2(1) + 32 + 4(16)= 98 uma

PM $(\mathbf{C_2H_5OH})$ = 2(12) + 5(1) + 1(17)= 46 uma

INTERPRETACIÓN:

1 molécula (C_2H_5OH) pesa 46 uma

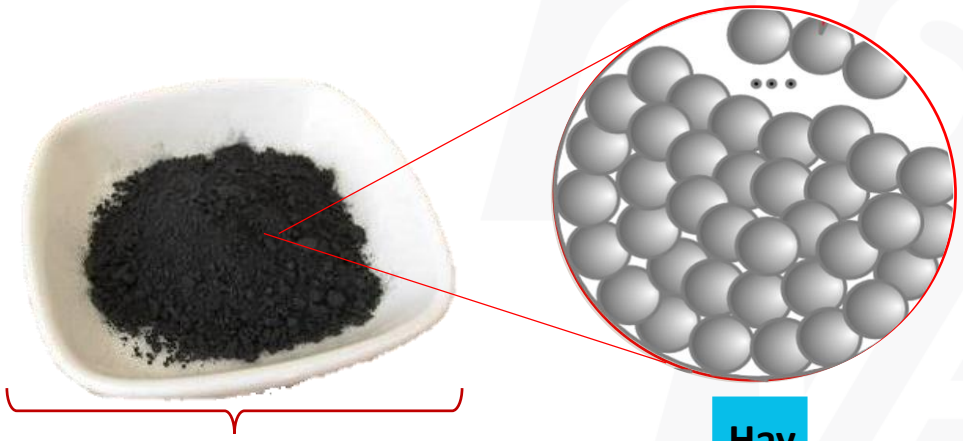
2 moléculas (C_2H_5OH) pesan 92 uma

10 moléculas (C_2H_5OH) pesan 460 uma

3.3. MOL (mol)

En el SI, la **mol** es la unidad de cantidad de sustancia que contiene tantas **entidades elementales** (átomos, moléculas, iones, electrones,..) como átomos hay en 12 g de carbono-12 (^{12}C).

En 12 g de C–12 ¿Cuántos átomos hay?



12 gramos de carbono-12

Hay

$6{,}022x10^{23}$ átomos de C-12

$$\mathbf{1mol = 6,022x10^{23} = N\acute{u}mero\ de\ Avogadro\ (N_A)}$$

3.4. MASA MOLAR $(\bar{M})$

Es la **masa en gramos** de **una mol** de unidades estructurales (átomos, moléculas, iones) de una sustancia.

A. PARA ELEMENTO QUÍMICO (E):

Monoatómico

$$\bar{M}(E) = PA(E)\ \frac{g}{mol}$$

Ejemplo: $\bar{M}$ (Ca)= 40 $\frac{g}{mol}$

Interpretación: 1 mol Ca pesa 40 g y contiene $6{,}022x10^{23}$ átomos de Ca

B. PARA COMPUESTO QUÍMICO (X) :

$$\bar{M}(X) = PF(X)\ \frac{g}{mol}$$

También para elemento químico poliatómico

Ejemplo: $\bar{M}$ (CO_2)= 44 $\frac{g}{mol}$

Interpretación: 1 mol CO_2 pesa 44 g y contiene $6{,}022x10^{23}$ moléculas de CO_2.

EJERCICIO 1 EX. AD UNI 2017-I

Dada la siguiente información:

Muestra	I	II
Sustancia	Na_2O_2	NaOH
Masa en gramos	39	60
Masa molar (g/mol)	78	40

Señale la alternativa correcta.

A) La muestra I corresponde a 1,5 mol de Na_2O_2.
B) La muestra II corresponde a 0,5 mol de NaOH.
C) Ambas muestras presentan igual número de moles.
D) La muestra I presenta mayor número de moles que la muestra II.
E) La muestra II presenta mayor número de moles que la muestra I.

RESOLUCIÓN 1

- Nos piden señalar la alternativa correcta

Analizamos cada alternativa

A.

B.

C.

D.

E.

CLAVE: E

IV. INTERPRETACIÓN DE UNA FÓRMULA QUÍMICA

La interpretación cuantitativa de la fórmula de un compuesto permite relacionar la cantidad del compuesto con la cantidad de elementos que la constituyen.

Por ejemplo, para el propano (C_3H_8):

$1\ C_3H_8$
- $3\ C$
- $8\ H$

$\mathbf{1mol\ C_3H_8}$ → $44g$
- $3\ mol\ C \longrightarrow 3(12g)$
- $8\ mol\ H \longrightarrow 8\ (1g)$

Ejercicio:

Se tiene 880 gramos de gas propano C_3H_8, componente del gas doméstico. Determine lo siguiente:

a) La masa, en gramos, de carbono.
b) El número de átomos de hidrógeno.

Resolución:

V. COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UN COMPUESTO

Indica la masa en gramos de un elemento por cada 100 g del compuesto. El porcentaje en masa de un elemento es independiente de la cantidad de sustancia analizada.

$$\%\text{masa (E)} = \frac{\text{masa del elemento}}{\text{masa del compuesto}} \text{x} 100\%$$

Ejemplo: para el $NaOH$

$\bar{M}(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40$ g/mol

$$\%m_{Na} = \frac{23}{40} \text{ x } 100 = 57{,}5\%$$

$$\%m_{O} = \frac{16}{40} \text{ x } 100 = 40{,}0\%$$

$$\%m_{H} = \frac{1}{40} \text{ x } 100 = 2{,}5\%$$

Ejercicio:

Una de las sustancias que compone la naftalina comercial posee dos átomos de cloro por cada molécula y la composición centesimal del cloro es 48,3%. Determine, en uma, la masa molecular de dicha sustancia.

Datos de masa atómica (uma): Cl= 35,5

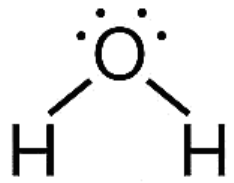
Resolución:

V. FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR DE UN COMPUESTO

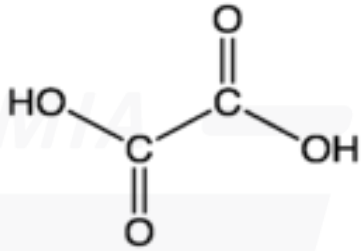
5.1 FÓRMULA MOLECULAR (FM)

- Es la **fórmula real** de un compuesto molecular.
- Indica la **cantidad real de los átomos de cada elemento** que constituye la unidad molecular.
- Permite identificar a un compuesto molecular.

Ejemplos:

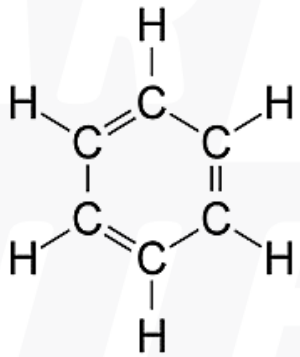


FM → H_2O



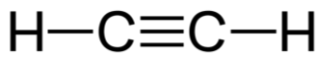
Ácido oxálico

FM → $H_2C_2O_4$



Benceno

FM → C_6H_6



Acetileno

FM → C_2H_2

Nota: Los compuestos iónicos no tienen FM.

5.2 FÓRMULA EMPÍRICA (FE)

- Es **la fórmula más simple de un compuesto**.
- Indica **la mínima proporción de los átomos** que hay en un compuesto.
- **Lo presentan los compuestos iónicos y moleculares**.
- Comúnmente se determina a partir de la composición centesimal de un compuesto.

Ejemplos:

$\overset{2+\ 1-}{MgCl_2}$ $\qquad$ $\overset{1+\ 1-}{K\ I}$

(son compuestos iónicos)

H_2O $\qquad$ SO_2 $\qquad$ H_2CO_3

(son compuestos moleculares)

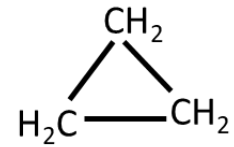
La **FE** puede representar a más de un compuesto molecular.

NO_2 **Es la FE del**

- NO_2 Dióxido de nitrógeno
- N_2O_4 Tetraóxido de dinitrógeno

CH_2 **Es la FE del**

- C_2H_4 Eteno : $CH_2 = CH_2$
- C_3H_6 Propeno : $CH_2{=}CH{-}CH_3$
- C_3H_6 Ciclopropano :



A partir de la **composición centesimal (composición porcentual)** es posible determinar la fórmula empírica de un compuesto.

5.3. RELACIÓN ENTRE LA FE Y LA FM

COMPUESTO	FM	FE	k
Etileno	C_2H_4	CH_2	2
Propileno	C_3H_6	CH_2	3
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O	6
Amoniaco	NH_3	NH_3	1

$$k = \frac{\bar{M}_{FM}}{\bar{M}_{FE}}$$

$$FM = k\,(FE)$$

$k = 1, 2, 3, 4$ ...

- La fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica.
- Por lo general la masa molar de la FM es dato.

Ejercicio: Un hidrocarburo (C_xH_y) que contiene 85,714% en masa de carbono y 14,286% en masa de hidrógeno, tiene una masa molar de 56 g/mol. Determine su FE y FM.
Masa molar(g/mol): C = 12, H = 1.

Resolución:

EJERCICIO 2 EX. AD UNI 2015-I

El análisis de un cloruro metálico, MCl_3, revela que contiene 67,2% en masa de cloro. Calcule la masa atómica del metal M.

Masa atómica: Cl=35,5

A) 7
B) 48
C) 52
D) 56
E) 98

RESOLUCIÓN 2

- Nos piden calcular la masa atómica del metal M

CLAVE: C

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

VI. MASA O PESO EQUIVALENTE (PE)

Es la cantidad de materia que se combina o interactúa con un 1 g H_2 o con 8 g de O_2.

Analicemos las reacciones químicas. $\overline{M}$(g/mol): Ca=40, H=1, O=16.

$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$		
40g	2g	42g
20g	1g	21g

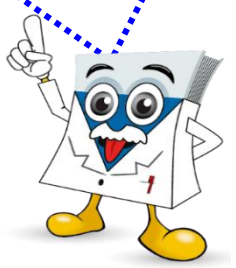
$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$		
80g	32g	112g
20g	8g	28g

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$		
4g	32g	36g
1g	8g	9g

En contexto a las reacciones químicas:

20g de Ca ⟷ (Equivale a) **8g de O_2** ⟷ (Equivale a) **1g de H_2**

La equivalencia desarrollada anteriormente se basa en la ley estequiométrica de **Richter- Wenzel**



Podemos verificar que:

20g de Ca reacciona exactamente con 1g H_2 o con 8g de O_2, entonces 1g de H_2 reacciona exactamente con 8g de O_2 para formar agua.

REGLA PRÁCTICA:

$$PE(X) = \frac{\overline{M}}{\theta}$$

- θ = Parámetro de combinación de "X" (eq/mol)
- $\overline{M}$: Masa molar de "X" (g/mol)

θ

EN REACCIONES NO REDOX

Depende del tipo de sustancia: ácidos, óxidos hidróxidos, sales.

EN REACCIONES REDOX

Está relacionado con la cantidad de electrones transferidos por la unidad fórmula (coeficiente 1)

6.1. EN REACCIONES NO REDOX

A. ÁCIDOS:

θ = cantidad de H^+ (protón) que participan en una reacción.

Ejemplos:

Ácido	$\overline{M}$	θ	PE(g/eq)
HCl	36,5	1	36,5
H_2CO_3	62	2	31
H_3PO_4	98	3	32,7

Reacciona un H^+

✓ $H_2CO_3 + KOH \rightarrow KHCO_3 + H_2O$

$\theta = 1$

$\therefore PE(H_2CO_3) = \frac{62}{1} = 62 g/eq$

B. HIDRÓXIDOS:

θ = cantidad de OH^- que reaccionan.

Ejemplos:

Hidróxido	$\bar{M}$	θ	PE(g/eq)
$NaOH$	40	1	40
$Ca(OH)_2$	74	2	37
$Al(OH)_3$	78	3	26

Reaccionan dos OH^-

✓ $\underbrace{Al(OH)_3}_{\theta=2} + HNO_3 \rightarrow AlOH(NO_3)_2 + H_2O$

$$\therefore PE(Al(OH)_3) = \frac{78}{2} = 39 g/eq$$

C. SALES Y ÓXIDOS:

θ = Carga neta o total del catión.

Ejemplos:

$\overset{3+\ 2-}{\underbrace{Al_2O_3}}$ $\quad \theta = 6$

$$\therefore PE(Al_2O_3) = \frac{102}{6} = 17 g/eq$$

Óxido o Sal	$\bar{M}$	θ	PE(g/eq)
$\overset{1+}{K_2O}$	94	2	47
$\overset{2+}{CaSO_4}$	136	2	68
$\overset{3+}{Fe_2O_3}$	160	6	26,67
$\overset{3+}{Al(NO_3)_3}$	213	3	71

D. PARA IONES

θ = |Carga del ion|

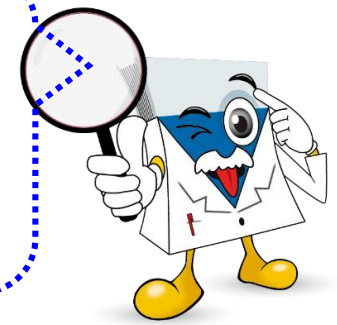
Ejemplos:

$$PE(CO_3^{2-}) = \frac{60}{2} = 30 g/eq$$

Ion	$\bar{M}$	θ	PE(g/eq)
Zn^{2+}	65	2	32,5
SO_4^{2-}	96	2	48
Ag^{1+}	108	1	108
OH^{1-}	17	1	17

Observación

En compuestos iónicos, el peso equivalente es igual a la **suma de pesos equivalentes de sus iones.**



Ejemplos:

✓ $CaSO_4 \rightarrow PE(\overset{2+}{\widetilde{Ca}}\ \overset{2-}{\widetilde{SO_4}}) = PE(\overset{2+}{\widetilde{Ca}}) + PE(\overset{2-}{\widetilde{SO_4}})$

$$PE(CaSO_4) = \frac{40}{2} + \frac{96}{2} = 68$$

✓ $Al_2O_3 \rightarrow PE(\overset{3+}{\widetilde{Al_2}}\ \overset{2-}{\widetilde{O_3}}) = PE(\overset{3+}{\widetilde{Al}}) + PE(\overset{2-}{\widetilde{O}})$

$$PE(Al_2O_3) = \frac{27}{3} + \frac{16}{2} = 17$$

6.2 EN REACCIONES REDOX

θ = Cantidad de electrones ganados o perdidos por unidad fórmula (coeficiente 1)

Ejercicio : halle la masa equivalente del HNO_3 y H_2S

$$HNO_3 + H_2S \rightarrow NO_2 + S + H_2O$$

Resolución:

Ejercicio :

El permanganato de potasio $KMnO_4$ es un buen agente oxidante, tanto en medio ácido como en medio básico, siendo más severo en medio ácido. Si en medio ácido se reduce a Mn^{2+} y en medio básico a MnO_2. Halle los valores de peso equivalente del $KMnO_4$.

Masa molar(g/mol): $KMnO_4$ = 158

Resolución:

Ejercicio: En química orgánica hay muchas reacciones de oxidación y reducción. Por ejemplo las funciones oxigenadas como el alcohol, aldehído, cetona y ácidos carboxílicos están muy relacionados con este tipo de reacción.

a) Halle el peso equivalente del etanol CH_3CH_2OH cuando se oxida controladamente a etanal CH_3CHO, en medio ácido.

b) Halle el peso equivalente del etanol CH_3CH_2OH cuando se oxida drásticamente a ácido acético CH_3COOH, en medio ácido.

Datos: masa molar(g/mol): C= 12, O=16, H=1

Resolución:

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

VII. NÚMERO DE EQUIVALENTE GRAMO (#eq-g)

Para una masa de sustancia "X" y a partir de la siguiente equivalencia se deducirá el #eq-g:

$$\begin{bmatrix} 1eq-g\,(X) & \xrightarrow{\text{Equivale a}} & PE(X)g \\ \#eq-g\,(X) & \longrightarrow & m \end{bmatrix}$$

Resulta:

$$\#eq-g\,(X) = \frac{m}{PE(x)} \rightarrow \begin{matrix}(g) \\ (g/eq-g)\end{matrix}$$

Relación importante:

$$\#eq-g = \frac{m}{\frac{\bar{M}}{\theta}} = n.\theta$$

$$\#eq-g = n.\theta$$

n: número de moles

Ejercicio: Se tiene 294 g de ácido sulfúrico que será usado en una neutralización. Calcule el número de equivalentes del ácido si es diprótico.

$\bar{M}(H_2SO_4 = 98g/mol)$.

Resolución:

VIII. LEY DEL EQUIVALENTE QUÍMICO

- Esta ley establece que los reactantes y productos, participan con **igual número de equivalentes-gramos** en las reacciones químicas.
- Las masas de las sustancias que reaccionan son directamente proporcionales a sus respectivos pesos equivalentes.

Analicemos la siguiente reacción:

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

masa (m)	80g	32g	112g
PE	20	8	28
#Eq − g	4	4	4

Observamos que:

$$\#eq - g(Ca) = \#eq - g(O_2) = \#eq - g(CaO)$$

De manera general para toda reacción:

$$\mathbf{A + B \rightarrow C + D}$$

$$\#eq - g(A) = \#eq - g(B) = \#eq - g(C) = \#eq - g(D)$$

También:

$$\frac{m(A)}{PE(A)} = \frac{m(B)}{PE(B)} = \frac{m(C)}{PE(C)} = \frac{m(D)}{PE(D)}$$

$$n_A.\Theta_A = n_B.\Theta_B = n_C.\Theta_C = n_D.\Theta_D$$

EJERCICIO 3 EX. AD UNI 2014-I

El análisis de un óxido de cobalto indica que contiene 73,4 % en masa de cobalto. ¿Cuántos miliequivalentes (meq) del óxido habrán en 5 g de este?

Masa atómica: O=16; 1 eq=1000 meq

A) 83,31 B) 166,25 C) 249,38
D) 332,50 E) 498,50

RESOLUCIÓN 3

- Nos piden calcular el número de miliequivalentes del óxido de cobalto

CLAVE: B

EJERCICIO FINAL:

Suponer que estamos investigando la reacción en medio básico:

$$Zn + V(OH)_4^+ \rightarrow Zn^{2+} + ...$$

Si sabemos que hacen falta 2,14 gramos de zinc para reducir completamente 0,0328 moles de $V(OH)_4^+$. ¿Cuál debe ser el estado de oxidación del vanadio en el producto?

Masa molar (g/mol): H=1; O=16; V=50,9 ; Zn= 65,3

RESOLUCIÓN

- Nos piden determinar el estado de oxidación de vanadio en el producto

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

IX. BIBLIOGRAFÍA

- Asociación Fondo de Investigación y Editores, Ponte W.H (2019). **Química. Fundamentos y aplicaciones.** Primera edición. Perú. Lumbreras editores.

- Brown T. L., H. Eugene L., Bursten B.E., Murphy C.J., Woodward P.M. (2014). **Química, la ciencia central.** México. Pearson Educación.

- Series de Compendios SCHAUM(1982)- **Teoría y problemas de Fundamentos de Química General –** pp 180 a 192- Mc Graw Hill.

- P. Ander y A. Sonnessa (1983). **Principios de Química- Introducción a los conceptos Teóricos -** pp 78 a 80 **– Editorial LIMUSA.**

ACADEMIA
CÉSAR
VALLEJO

GRACIAS

SÍGUENOS:

academiacesarvallejo.edu.pe